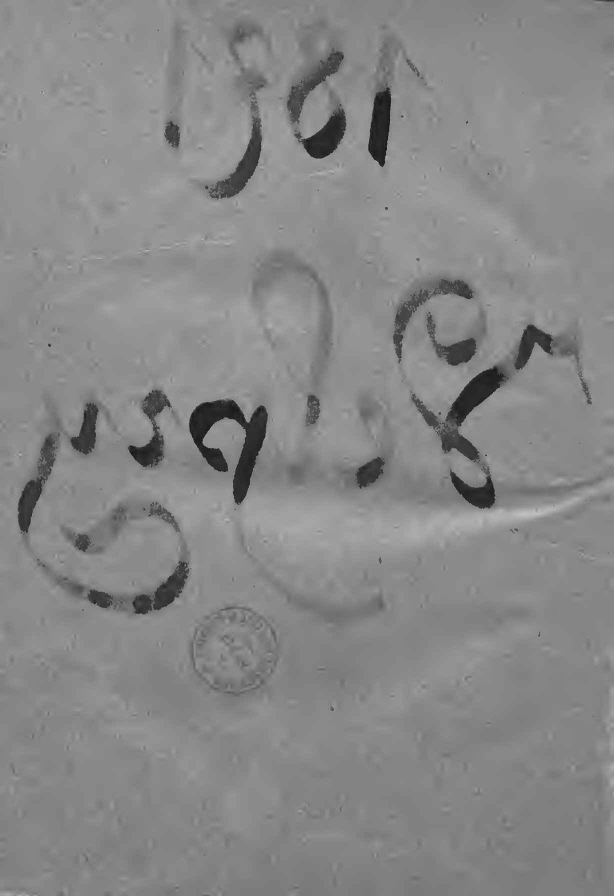
1871

Delpry



ÉCOLE SUPERIEURE DE PHARMACIE DE PARIS.

ÉTUDE
DE
LA CHLOROMÉTRIE

PRÉCÉDÉE

DE QUELQUES NOTIONS SUR LE BLANCHIMENT

THÈSE

PRÉSENTÉE ET SOUTENUE A L'ÉCOLE SUPÉRIEURE DE PHARMACIE

le *août* 1871,

Pour obtenir le titre de pharmacien de 2e classe

PAR CYRILLE VELPRY,

Né à Saint-Marcel (Ardennes).

PARIS

A. PARENT, IMPRIMEUR DE LA FACULTÉ DE MÉDECINE

31, RUE MONSIEUR-LE-PRINCE, 31

1871

ECOLE SUPÉRIEURE DE PHARMACIE

ADMINISTRATEURS.

MM. Bussy, directeur;
Berthelot, professeur titulaire.
Milne-Edwards, professeur titulaire.

PROFESSEUR HONORAIRE.

M. Caventou.

PROFESSEURS.

MM. BUSSY	Chimie inorganique.
BERTHELOT	Chimie organique.
LE CANU	Pharmacie chimique.
CHEVALLIER	Pharmacie galénique.
CHATIN	Botanique.
A. MILNE-EDWARDS.	Zoologie.
BOUIS	Toxicologie.
BUIGNET	Physique.
PLANCHON	Histoire naturelle des médicaments.

PROFESSEURS DÉLÉGUÉS DE LA FACULTÉ DE MÉDECINE

MM. Wurtz.
Baillon.

AGRÉGÉS.

MM. Baudrimont.
L. Soubeiran.
Riche.
Bourgoin.

MM. Jungfleisch.
Le Roux.
Marchand.

Nota.—*L'Ecole ne prend sous sa responsabilité aucune des opinions émises par les candidats.*

A MA FAMILLE

Témoignage affectueux.

A M. GOULET

CURÉ A SAINT-MARCEL.

Témoignage respectueux.

A M. LOMBARD

PHARMACIEN.

Témoignage de reconnaissance.

PRÉPARATIONS :

I. Sirop des Cinq-Racines.
II. Poudre de Phellandrie aquatique.
III. Extrait alcoolique de Ciguë.
IV. Asa fœtida purifié.
V. Emplâtre diachylon gommé.
VI. Extrait alcoolo-chloroformique de semences d'Aneth.
VII. Résine de Thapsia.
VIII. Conicine.
IX. Argent purifié.
X. Nitrate d'argent cristallisé.

ÉTUDE

DE LA CHLOROMÉTRIE

PRÉCÉDÉE

DE QUELQUES NOTIONS SUR LE BLANCHIMENT

Avant de donner à cette étude tout le développement qu'elle exige, il me paraît utile, sinon nécessaire, d'y préparer en passant légèrement en revue les différentes méthodes du blanchiment et en expliquant les phénomènes qui se produisent dans cette opération. Mon but est de prouver que quel que soit le mode de blanchiment la décoloration des tissus est le résultat d'une oxygénation de la matière colorante, et non une déshydrogénation.

Comme la chlorométrie repose sur ce principe, cette étude deviendra facile quand j'aurai présenté quelques documents sur le blanchiment.

BLANCHIMENT.

1re *méthode ou méthode primitive.* — Chez les anciens le seul mode de blanchiment consistait à exposer sur le pré les différents tissus destinés à la décoloration. Dans certaines localités et surtout dans le Nord, ce procédé a été maintenu. Pour mener le blanchiment à bonne fin, on arrose de temps en temps les tissus pour les rendre plus accessibles aux éléments de l'air. L'oxygène sous l'influence de la chaleur atmosphérique et de la lumière s'unit à la matière colorante qui imprègne le tissu organique, la transforme et la rend assimilable aux alcalis, tels que potasse, soude, etc. De là l'usage des essives auxquelles on a l'habitude de soumettre ces

tissus pendant le blanchiment. Ce procédé est bien certainement préférable à tous les autres parce qu'il n'altère pas la fibre végétale; mais il a l'inconvénient d'être trop long.

2e *méthode ou blanchiment par le chlore.* — Au commencement de ce siècle, le chimiste Berthollet proposa l'emploi du chlore dissous dans l'eau. Ce savant attribuait la décoloration des tissus à l'action de l'oxygène du chlore que l'on considérait à cette époque comme un corps composé, appelé acide muriatique oxygéné. Aujourd'hui que le chlore est reconnu corps simple, la théorie du blanchiment, pour la plupart des chimistes, repose encore sur l'action de l'oxygène, la seule différence est dans l'origine de l'oxygène qui, au lieu de venir du chlore, vient de l'eau décomposée par le chlore, comme on peut en juger par la réaction suivante :

$$Cl + HO = ClH + O.$$

Cet oxygène à l'état naissant s'empare immédiatement de la matière colorante et la transforme. Il résulte de là que, plus la décomposition de l'eau se fait rapidement, plus promptement aussi le tissu se décolore. Il suffirait donc, pour activer l'opération, d'exposer la solution du chlore à la lumière. Celui-ci s'empare immédiatement de l'hydrogène et met l'oxygène en liberté.

Action destructive du chlore. — Cette méthode présente un grand inconvénient. On a remarqué que le tissu, après un contact plus ou moins prolongé, perdait de sa solidité et en sortait comme carbonisé. Ceci a fait supposer que le chlore, au lieu d'agir sur l'eau, agissait directement sur les tissus et les décolorait en leur enlevant de l'hydrogène; dans ce cas la détérioration se produisait, quand l'action déshydrogénante du chlore, après s'être effectuée sur la matière colorante, se prolongeait ensuite sur le tissu lui-même. De là la déshydrogénation supposée par beaucoup d'au-

teurs. Mais deux expériences comparatives que j'ai faites vont bientôt renverser cette assertion et faire attribuer l'action destructive, non pas au chlore, mais à l'acide chlorhydrique qui se forme au fur et à mesure que l'opération marche.

Moyen de combattre l'action destructive de la solution chlorée sur les tissus. — Après avoir préparé du chlore avec l'appareil de Woulf, je pris un des flacons rempli de solution chlorée que je constatai neutre au papier réactif et je le divisai en deux parties égales; dans un flacon qui contenait une des parties, je délayai une certaine quantité de carbonate de chaux. Ceci fait, je plongeai dans chaque flacon deux morceaux d'une même toile et de même dimension, puis j'abandonnai le tout à lui-même pendant un mois, en ayant soin d'agiter de temps en temps pour renouveler les surfaces en contact. Que devait-il se passer? Devais-je retrouver mes deux morceaux de toile dans le même état d'organisation? Assurément non. Comme je le prévoyais, le flacon qui contenait le carbonate de chaux m'a rendu la toile blanche avec toute sa solidité, tandis que l'autre, qui ne contenait pas de carbonate, avait exercé deux actions : l'action décolorante et l'action destructive qui avait été produite par l'acide chlorhydrique, formé au fur et à mesure du progrès de l'opération. Dans le premier flacon il avait été neutralisé par le carbonate de chaux que le second ne contenait pas. Voici du reste les réactions.

1er flacon : $Cl + HO + CaO, CO^2 = CaO, ClH + CO^2 + O^2$;

2e flacon : $Cl + HO = ClH + O$.

Dans le premier flacon 2 gaz sont mis en liberté : le premier, acide carbonique (CO^2), est sans action; le second, oxygène (O), est porté sur la matière colorante.

Dans le second flacon, un acide aussi, qui est l'acide chlorhydrique (Cl H), et un équivalent d'oxygène sont mis en liberté,

or l'acide chlorhydrique est donc le corps qui exerce l'action destructive.

3ᵉ *méthode de blanchiment.*— Dans les grands ateliers, le chlorure de chaux a eu la préférence parce qu'il a une action destructive deux fois moins grande, tout en ayant une force décolorante aussi grande. Dans les réactions que j'établirai plus loin, je ferai voir que, sur deux équivalents de chlore ou plutôt sur deux principes décolorants, il n'y aura qu'un équivalent d'acide chlorhydrique ou qu'un principe destructeur qui trouve encore à se neutraliser (1).

COMPOSITION ET HISTOIRE DU CLORURE DE CHAUX.

Le chlorure de chaux qui a pour formule $CaCl + CaO, ClO$ est composé d'un équivalent de chlorure de calcium et d'un équivalent d'hypochlorite de chaux. Dans le commerce, il contient toujours de la chaux en excès. Les autres chlorures, tels que ceux de potasse, de soude, pourraient aussi recevoir là une importante application ; mais celui de chaux mérite la préférence à tous égards il est moins coûteux et d'une fabrication très-simple. Pour s'en servir dans le blanchiment, on en fait une solution dans l'eau. Ce sel, en présence d'un acide fort, subit une décomposition complète.

$$CaCl + CaO, ClO + 2SO^3 = 2(CaO, SO^3) + 2Cl.$$

L'acide sulfurique prend d'abord la place de l'acide hypochloreux qui se décompose bientôt en ses deux éléments chlore et oxygène. Ce dernier se porte sur le calcium pour former une base

---

(1) $CaCl + CaO, ClO + CO^2 = CaCl + CaO, CO^2 + ClO.$

(2) $CaO, CO^2 + ClO + Ho = CaO, ClH + CO^2 + 2O.$

On voit par là que l'acide carbonique, qui a déjà produit son action, redevient libre et peut encore activer l'opération.

qui s'unit à l'autre équivalent d'acide, et met un second équivalent de chlore en liberté.

En présence d'un acide faible, la réaction n'est pas aussi complète.

Par l'acide carbonique qui est le cas du blanchiment :

$$CaCl + CaO, ClO + CO^2 = CaCl + CaO, CO^2 + ClO.$$

Par l'acide arsénieux, qui est le cas de la chlorométrie :

$$CaCl + CaO, ClO + AsO^2 = CaCl + CO^2, CaO + ClO.$$

On voit que ces acides faibles ne chassent nullement le chlore du chlorure de calcium et seulement l'acide hypochloreux moins stable et moins fort qu'eux.

J'ai cherché à m'assurer si l'action combinée des deux acides CO^2 et ClO pourrait décomposer le chlorure de calcium (CaCl.) L'expérience suivante m'a donné une preuve négative.

J'ai pris 5 grammes de chlorure de chaux que j'ai trituré à différentes reprises avec une quantité indéterminée d'eau, de manière à enlever toutes les parties solubles du chlorure de chaux : J'ai filtré la liqueur, je l'ai soumise à un courant d'acide carbonique. Immédiatement un trouble s'est produit et une poudre blanche s'est déposée au fond, puis la liqueur est restée claire. Pour m'assurer mieux du terme de la réaction, j'ai séparé du dépôt la liqueur claire que j'ai de nouveau traitée par l'acide carbonique; la liqueur est toujours restée claire. L'acide carbonique avait donc produit tout son effet. Il me restait à examiner si le dépôt provenait de la double décomposition de CaCl et de CaO. ClO, par l'acide carbonique. Je lavai le carbonate de chaux et je le séchai et je trouvai sensiblement 1 gramme. Déjà je vis par ce poids que la décomposition n'avait pas été complète. Je poursuivis l'expérience en traitant la liqueur par l'acide sulfurique. Il se produisit une légère effervescence et une odeur piquante d'acide chlorhydrique,

Ces deux caractères, tout particuliers à la décomposition d'un chlorure par SO^3, m'indiquaient assez que ce chlorure ne pouvait être que celui de calcium, que l'acide carbonique n'avait pu attaquer. $CaCl + SO^3 + HO = CaO, SO^3 + ClH$.

Après avoir poussé la concentration assez loin, le précipité de sulfate de chaux s'est formé.

J'ai trouvé 1 gr. 20.

Le calcul par les équivalents m'a démontré que l'un et l'autre précipité étaient bien le résultat, l'un de la décomposition de CaO, ClO par CO^2 et l'autre de $CaCl$ par SO^3.

En ne faisant agir que l'acide sulfurique sur la solution, on trouve 2 gr. 40, c'est ce qui démontre la décomposition complète du chlorure de chaux.

En résumé, quand on fait arriver un courant d'acide carbonique dans une solution de chlorure de chaux, il y a formation de carbonate de chaux aux dépens seulement de l'hypochlorite, il y a dégagement de chlore et d'oxygène par la décomposition de l'acide hypochloreux, et le chlorure de calcium persiste dans son état.

Voici maintenant quels sont les avantages de cette décomposition par CO^2 comparativement à une décomposition complète pour préserver les tissus dans l'action du blanchiment.

$$1)\ CaCl + CaO, ClO + CO^2 = CaO, CO^2 + CaCl + ClO.$$
$$2)\ CaCl + CaO, Clo + 2OSO^3 = 2(CaO, SO^3) + 2Cl.$$

Dans la première équation, j'obtiens ClO. En présence du tissu, il se décompose et produit un équivalent d'oxygène; le second élément, chlore, décompose l'eau en s'emparant de l'hydrogène et met l'oxygène en liberté. Il se trouve donc 2 équivalents d'oxygène ou principes décolorants pour 1 équivalent d'acide chlorhydrique ou principe destructeur.

$$ClO + HO = ClH + 2O^2.$$

Dans la seconde équation, j'obtiens 2 équivalents de chlore qui,

en présence de l'eau, forment 2 équivalents d'acide chlorhydrique et produisent 2 équivalents d'oxygène. Il y a donc ici pour la même quantité de principes décolorants, 2 fois plus de principes destructeurs. C'est, du reste, le blanchiment par le chlore simple dont nous avons déjà parlé.

$$2Cl + 2HO = 2ClH + 2O^{2\prime}.$$

Dans le blanchiment, l'acide carbonique contenu dans l'air est suffisant pour produire ces réactions. En exposant à l'air une solution de chlorure de chaux, on voit bientôt se former sur la surface en contact avec l'air une couche blanche de carbonate de chaux.

Comme je l'ai dit plus haut, on pourrait combattre, au moyen du carbonate de chaux, l'action nuisible de l'acide chlorhydrique sur les tissus. Sa présence même activerait l'opération à cause du dégagement d'acide carbonique qui se produirait au sein de la solution.

$$CaO, CO^2 + ClH = CaCl + HO + CO^{2\prime}.$$

Comme je n'ai pas encore prouvé d'une manière directe que l'oxygène naissant était un corps décolorant, la théorie précédente reste encore incomplétement prouvée.

ACTION DE L'OXYGÈNE NAISSANT SUR LES MATIÈRES COLORANTES VÉGÉTALES.

1[re] *expérience.* — En traitant le bioxyde de manganèse par l'acide sulfurique dans du vin ou une solution d'indigo, on obtient, après vingt-quatre heures environ, une liqueur incolore. Au moyen de la chaleur, la coloration a lieu instantanément. Pour m'assurer si ce résultat était dû à l'oxygène, j'ai opéré séparément avec l'acide et le bioxyde de manganèse, et dans aucun cas le phénomène ne s'est produit.

$$MnO^2 + SO^2 = MnO, SO^3 + O.$$

2e *expérience.* — En traitant une solution de bichromate rouge de potasse par l'acide sulfurique, j'ai obtenu de l'acide chromique, corps riche en oxygène et assez instable. Il se décompose sous l'influence de la chaleur et de la lumière en chromate de sesquioxyde de chrome. $3CrO^3 = Cr^2O^3, CrO^3 + O^3$

Mais, en présence d'un excès d'acide sulfurique, il se transforme en sesquioxyde.

$$KO, 2CrO^3 + 4So^3 = Cr^2O^3, 3So^3 + \bar{O}^3.$$

Si, avec l'acide sulfurique se trouvé une substance capable d'absorber l'oxygène, la décomposition à lieu plus rapidement.

Ainsi, si dans un ballon contenant une solution de bichromate de potasse, je verse de l'acide sulfurique, la solution, de rouge qu'elle était, devient peu à peu verte. Si je chauffe et que je verse de la teinture d'oseille, la transformation a lieu subitement, le principe colorant de la teinture a absorbé l'oxygène. Si je verse de la teinture en excès, toute la décomposition ayant eu lieu, le dégagement d'oxygène a cessé, et la teinture conserve sa couleur rouge.

D'où l'on voit encore par là que la décoloration est produite par l'oxygène naissant.

3° Au lieu de verser de la teinture d'orseille, si je verse de l'acide arsénieux, corps avide d'oxygène, l'action est plus vive. Celui-ci se transforme en acide arsénique. Il est évident que, si ce corps a reçu de l'oxygène, la matière colorante, se trouvant dans les mêmes conditions, en a reçu aussi.

4° J'ai voulu faire passer un courant d'oxygène dans du vin, de la teinture d'orseille et de l'indigo; mais l'oxygène, n'étant pas naissant, l'action décolorante s'exerce trop faiblement.

Tous les corps susceptibles d'abandonner de l'oxygène sous la plus légère influence seront des corps décolorants. Je n'ai pas besoin de dire ici qu'ils ne décolorent que les matières colorantes d'origine organique.

Le bioxyde d'hydrogène (HO^2), qui est un corps très-instable donne de l'oxygène naissant en présence d'une matière colorante.

L'ozone, qui est un groupement anormal de l'oxygène, a une action aussi énergique.

On peut faire cette expérience sous une cloche eudiométrique contenant une solution d'indigo très-faible.

A l'appui de tout cela, je puis donner une dernière preuve qui aurait pu à elle seule suffire : je veux parler de ce qui se passe dans la chlorométrie. Quand on verse, comme nous allons le voir plus loin, la solution du chlore dans la solution arsénieuse, l'acide arsénieux s'oxyde et se transforme en acide arsénique avec l'oxygène que le chlore met en liberté. Ce n'est que quand tout l'acide arsénieux est transformé que l'indigo commence à se décolorer. Cette décoloration correspond donc à une oxygénation, et en est par conséquent une. Car le phénomène ne pouvant plus se produire sur l'acide arsénieux, est porté sur la matière colorante.

CHLOROMÉTRIE.

Définition. — La chlorométrie proprement dite a pour but, comme son nom l'indique, de faire connaître la quantité de chlore contenue dans une substance chlorée, principalement dans le chlorure de chaux.

Comme ce produit n'a de valeur que par la quantité de chlore qu'il contient, puisqu'il doit à la présence de ce corps son pouvoir décolorant et son pouvoir désinfectant, il était donc utile de trouver une méthode qui déterminât exactement la quantité de chlore qu'il renferme, quantité qui varie d'un corps à un autre.

Autrefois cette recherche reposait sur l'action décolorante que le chlore exerçait sur une solution d'indigo; mais cette méthode

n'était pas d'une grande précision, à cause de la grande altérabilité de l'indigo. On l'a remplacée par une solution titrée d'acide arsénieux. Dans le premier cas, il se produisait une action décolorante, dans le second, une action oxygénante; mais j'ai démontré plus haut que ces deux actions étaient identiques, puisqu'elles étaient produites toutes les deux par l'oxygène. Donc on peut dire en règle générale, que la chlorométrie a consisté et consiste encore à déterminer la quantité de chlore qu'une substance contient d'après son pouvoir oxygénant.

Il se présente deux cas, soit qu'on ait à analyser une solution de chlore gazeux ou une solution de chlorure de chaux.

1er *cas.* Si on examine ce qui se passe quand on mélange une solution de chlore à une solution d'acide arsénieux,

$$AsO^3 + 2Ho + 2Cl = Aso^5 + 2HCl.$$

il est facile de voir que deux équivalents de chlore ont pris la place de deux équivalents d'oxygène, qui se sont portés sur l'acide arsénieux pour former l'acide arsénique. Donc, autant d'équivalents d'oxygène de déplacés, autant de chlore dans la solution ; mais la quantité d'oxygène est facile à trouver par la quantité d'acide arsénieux transformée. Cela revient à une simple règle.

2e *cas.* Dans le chlorure de chaux, la réaction n'étant pas semblable, le nombre d'équivalents d'oxygène qui agissent reste le même par rapport aux équivalents de chlore contenus dans la matière; il n'y a de différence que dans la formation de l'acide chlorhydrique, qui est deux fois moins grande, comme nous l'avons déjà vu précédemment.

$$HO + CaCl + CaO, ClO + AsO^3 = AsO^5 + CaCl + CaO, ClH.$$

Dans cette réaction, l'acide arsénieux déplace l'acide hypochloreux, qui se décompose en ses deux éléments : chlore et oxygène. Le chlore porte son action sur l'eau pour former de l'acide chlor-

hydrique et met un nouvel équivalent d'oxygène en liberté ; il y a formation de chlorhydrate de chaux.

Quant aux deux équivalents d'oxygène libre, ils se portent sur l'acide arsénieux qu'ils transforment en acide arsénique. Donc encore, quand deux équivalents d'oxygène exercent leur action oxygénante, cela révèle la présence de deux équivalents de chlore, l'un qui reste à l'état de chlorure de calcium, et l'autre qui à lui seul met les deux équivalents d'oxygène en liberté. Une fois que l'action de l'oxygène s'arrêtera, nous pourrons dire que nous avons épuisé la quantité de chlore.

D'après cela, si j'avais à calculer la quantité de chlore contenue dans une substance chlorée, je n'aurais qu'à chercher ce qu'il me faudrait de cette substance pour convertir un poids donné d'acide arsénieux. Comme je sais ce qu'il faut d'oxygène pour convertir ce poids d'acide arsénieux en acide arsénique, je dirai que cette substance chlorée qui a fourni le nombre d'équivalents d'oxygène, contient un même nombre d'équivalents de chlore, et j'aurai par là la quantité de chlore contenue dans la substance. Exemple :

Je prends l'équivalent de l'acide arsénieux

$$\begin{aligned} As &= 94 \\ O^3 &= 30 \\ \hline AsO^3 &= 124 \text{ ou équivalent de } AsO^3. \end{aligned}$$

Pour convertir 124 grammes d'acide arsénieux (AsO^3) en acide arsénique (AsO^5), il me faut deux équivalents d'oxygène ; mais, comme je viens de l'expliquer, deux équivalents d'oxygène exigent deux équivalents de chlore ; par conséquent, 124 grammes d'acide exigent une solution chlorée qui renferme deux équivalents de chlore, ou 2 fois 44,25 ou 88 gr. 50. Le rapport de ces deux corps réagissant l'un sur l'autre est donc de 124 à 88,50.

J'arrive maintenant à la méthode pratique : c'est une méthode en volume et non en poids. Pour exprimer la force d'un chlorure, on la représente par le nombre de litres de chlore contenu dans

1 kilogramme de la substance chlorée. Si je voulais représenter la force en poids, cela serait facile; car on sait que le litre de chlore pèse 3 gr. 15 centigr.

Pour rendre cette étude pratique, plus facile, on est insensiblement conduit à employer une solution normale d'acide arsénieux qui représente une quantité fixe d'acide arsénieux pour un certain volume de cette solution; l'opération serait rendue plus facile encore si je pouvais établir une certaine relation entre la liqueur titrée et le chlore.

Rien n'est plus facile; si je faisais dissoudre dans un litre d'eau distillée la quantité d'acide arsénieux converti par un litre de chlore, j'aurais établi une relation bien facile, je saurais que la quantité de chlore qui aura converti l'acide arsénieux contenu dans 10 centimètres cubes de la solution titrée sera présentée aussi par 10 centimètres cubes de chlore.

Recherche du poids d'acide arsénieux transformé en acide arsénique par un litre de chlore.

Cette recherche, qui doit me conduire à la détermination de la solution arsénieuse titrée, est excessivement simple. Nous avons vu plus haut que 88,50 de chlore convertissait 124 grammes d'acide arsénieux, la fraction 124/88,50 représentera en poids la quantité d'acide arsénieux converti par 1 gramme de chlore; 1 litre de chlore ou 3 gr. 15 convertiront :

$$\frac{124 \times 3.\ 15}{88.50} = 4{,}41.$$

Si donc nous voulons maintenant faire une solution titrée d'une grande simplicité, il suffira de faire dissoudre 4,41 dans un litre d'eau.

Ceci étant bien posé, qu'une certaine quantité de cette solution

exigera une même quantité de chlore pour la conversion de l'acide arsénieux, un demi-litre, par exemple, de la solution demandera un demi-litre de chlore; la méthode est facile à comprendre. A lieu de verser la liqueur arsénieuse ou chlorormétrique dans la solution chlorée, on verse, au contraire, la solution chlorée dans la liqueur chlorométrique dont on a pris une certaine quantité; c'est pour éviter la déperdition d'une partie du chlore qui résulte de l'acidité de la liqueur chlorométrique.

Jusqu'ici aucun phénomène physique ne peut nous indiquer le terme de l'opération, mais quelques gouttes de solution d'indigo versées dans la liqueur chlorométrique soulèvent la difficulté; il suffira de faire la différence de la quantité de chlore employée à décolorer l'indigo pour avoir un résultat exact.

Préparation de la liqueur chlorométrique. — Pour préparer cette solution, on dessèche bien l'acide arsénieux et on le porphyrise pour faciliter sa dissolution. Sa dessiccation est faite pour rendre la liqueur d'une exactitude complète, puisque c'est d'elle que dépend le succès de l'expérience. Je fais donc dissoudre 4 gr. 41 d'acide asénieux dans un litre d'eau distillée, à la faveur d'un peu d'acide chlorydrique.

Acide arsénieux,	4.41
Acide chlorhydrique,	32
Eau distillée,	q. s. pour un litre de liqueur.
Solution d'indigo, quelques gouttes.	

DESCRIPTION SUCCINCTE DES APPAREILS APPLIQUÉS A LA CHLOROMÉTRIE.

1° Un bocal à fond plat, d'environ 7 centimètres de diamètre sur 12 de haut, est destiné au mélange des deux liqueurs.

2° Une pipette graduée mesurant 10 à 20 centimètres cubes; elle sert à mesurer la liqueur chlorométrique.

3° Une burette graduée à deux branches, destinée à verser goutte à goutte la solution de chlore. Par ce moyen, il est facile

d'arriver à un résultat juste. Si l'on voulait avoir la quantité de chlore employée jusqu'à une division de degré très-petite, à une goutte près, par exemple, il suffirait de calculer ce qu'il faut de gouttes pour un degré.

La solution d'indigo qui sert à colorer la liqueur chlorométrique est aussi titrée. Cette précaution permet de déterminer approximativement l'excès de chlore qu'il a fallu verser dans la liqueur chlorométrique pour la décolorer. Cette dissolution d'indigo est ordinairement renfermée dans un flacon fermé par un bouchon de liége que traverse un tube plein plongeant dans l'indigo.

Quand on veut colorer la solution arsénieuse, on retire le tube et, par une légère secousse, on fait tomber la goutte d'indigo qui y est restée adhérente; cette solution est telle qu'une goutte de solution chlorée à 100° peut en détruire sept à huit gouttes; elle est donc d'une grande sensibilité.

J'aborde maintenant l'essai pratique des hypochlorites, et je prends pour exemple le chlorure de chaux.

Je prends 10 grammes de chlorure de chaux à essayer, je les triture dans un mortier de porcelaine à différentes reprises en décantant et en renouvelant chaque fois l'eau. Enfin, quand je suis certain qu'il ne reste plus de chlorure dans le résidu, je mélange les eaux de lavage et je leur ajoute une quantité d'eau suffisante pour faire un litre de solution.

Ceci fait, je mesure, d'un autre côté, à l'aide de la pipette, 10 centimètres cubes de solution arsénieuse; je verse dans le bocal, puis j'ajoute deux ou trois gouttes de solution d'indigo.

D'après ce qui a été dit plus haut, il me faudra, pour détruire tout l'acide arsénieux contenu dans ces dix cent. c. de solution, 10 cent. c. de chlore, quelle que soit la quantité de solution chlorée que j'emploierai. Quand je verrai la décoloration se produire, je pourrai dire qu'il y a 10 centimètres cubes de chlore.

Je remplis la burette de solution chlorée, je la verse peu à peu dans le bocal que j'entretiens dans un mouvement giratoire pour

faciliter la réaction; puis au moment où j'aperçois que la décoloration s'opère, je ne verse plus que goutte à goutte pour m'arrêter juste au moment où toute coloration a disparu. Je note le nombre de degrés et je trouve 8 degrés. Je recommence l'opération pour m'assurer de l'exactitude de la première, et je retrouve de nouveau 8 degrés ou 8 centimètres cubes, puisqu'un degré est 1 centimètre cube. Si je voulais avoir d'un manière scrupuleusement exacte le titre de la solution, j'aurais à tenir compte du chlore employé à la décoloration de l'indigo; mais encore, il est facile de le voir, une goutte était plus que suffisante et pouvait par conséquent être négligé.

Calcul de la quantité de chlore contenue dans le litre de solution chlorée.

8 centimètres cubes contiennent 10 centimètres cubes de chlore.

1 — $\frac{10}{8}$

Et 1 litre ou 1,000 cent. cubes, $\frac{10 \times 1000}{8} = 1250$ c. c.

1 litre de solution qui représente la quantité de chlore contenue dans 10 grammes de chlorure de chaux[1], contient donc 1 litre 25 centilitres de chlore.

Calcul du titre du chlorure de chaux employé ou de la quantité de chlore contenu dans 1 kilogramme de cette substance.

Si 10 gr. contiennent 1,25

1 gr. — $\frac{1,25}{10}$

et 1 kilog. ou 1,000 gr. — $\frac{1,25 \times 1000}{10} = 125$ litres.

Réponse. Le chlorure de chaux est au titre de 125.

Nota. — Si je cherche à rapprocher ces deux opérations successives, je trouve une formule rapide pour déterminer immédiatement le titre, c'est de représenter le titre par une fraction dont 1,000 est le numérateur et le nombre de degrés le dénominateur $\frac{1000}{n}$, n représente le nombre de degrés.

L'essai des autres hypochlorites se ferait de la même manière.

Si l'on avait rechercher le titre d'une solution du gaz chlore, on prendrait le titre pour un litre de solution.

MM. Fordos et Gélis ont proposé de remplacer l'acide arsénieux, dans cette opération, par l'hyposulfite de soude, pour éviter la transformation de l'hyposulfite en chlorite, circonstance qui empêcherait de connaître très-exactement la quantité de chlore, attendu que l'acide arsénieux n'a plus d'action sur les chlorites.

Vu, bon à imprimer,
Le Directeur de l'Ecole de pharmacie,
BUSSY.

Vu et permis d'imprimer,
Le Vice-Recteur de l'Académie de Paris,
A. MOURIER.



A. PARENT, imprimeur de la Faculté de Médecine, rue M.-le-Prince, 31.